



QMC 100

Química General



ENLACES QUÍMICOS

Universidad Mayor Real y Pontificia de San Francisco Xavier
de Chuquisaca

Facultad de Ingeniería Civil

Presentado por: Ing. Waldo Medinaceli

Abril, 2014

INTRODUCCIÓN

Cuando dos o más átomos se aproximan entre sí, se ejercen varias fuerzas entre ellos. Algunas de estas fuerzas unen a los átomos; otras, tienden a separarlos. En la mayoría de los átomos, con excepción de los gases nobles, las fuerzas de atracción son mayores que las fuerzas de repulsión, los átomos se atraen entre sí y forman un enlace.

DEFINICIÓN

Enlace químico es la fuerza de atracción mutua entre dos o más átomos que se combinan para formar una molécula.

Hay tres tipos generales de enlaces químicos: iónicos, covalentes y metálicos.

Enlace iónico se refiere a las fuerzas electrostáticas que existen entre iones con carga opuesta.

DEFINICIÓN

Los iones podrían formarse a partir de átomos por la transferencia de uno o más electrones de un átomo a otro. *Las sustancias iónicas casi siempre son el resultado de la interacción entre metales de la extrema izquierda de la tabla periódica y no metales de la extrema derecha.*

DEFINICIÓN

Enlace covalente es el resultado de compartir electrones entre dos átomos. *Los ejemplos más conocidos de enlaces covalentes se observan en las interacciones de los elementos no metálicos entre sí.*

Enlaces metálicos se encuentran en metales como cobre, hierro y aluminio. En los metales, cada átomo está unido a varios

DEFINICIÓN

átomos vecinos. Los electrones de enlace tienen relativa libertad para moverse dentro de toda la estructura tridimensional del metal. Los enlaces metálicos dan pie a propiedades metálicas típicas como elevada conductividad eléctrica y lustre.

ESTRUCTURAS O SÍMBOLOS DE LEWIS

Para representar la formación de enlaces entre los átomos se acostumbra usar las estructuras de Lewis.

Los electrones que participan en los enlaces químicos se denominan *electrones de valencia*: los que residen en la capa exterior incompleta de los átomos.

El **símbolo de Lewis** para un elemento consiste en el símbolo químico del elemento más un punto por cada electrón de Valencia.

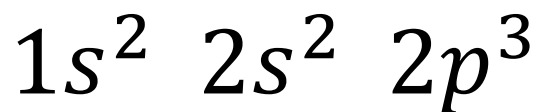
ESTRUCTURAS O SÍMBOLOS DE LEWIS

Los puntos se colocan en los cuatro lados del símbolo atómico: arriba, abajo, a la izquierda y a la derecha. Cada lado puede dar cabida a dos electrones como máximo. Los cuatro lados del símbolo son equivalentes; la colocación de dos electrones en un lado o de uno a cada lado es arbitraria.

ESTRUCTURAS O SÍMBOLOS DE LEWIS

Ejemplo:

Nitrógeno $Z = 7$



Escribir la estructura de Lewis de los siguientes componentes

- Litio, Potasio, Francio
- Berilio, Cadmio, Bario
- Boro, Aluminio

ESTRUCTURAS O SÍMBOLOS DE LEWIS

- Carbono, Silicio
- Nitrógeno, Fósforo
- Oxígeno, Azufre
- Flúor, Cloro , Bromo
- Neón, Criptón, Radón

REGLA DEL OCTETO

Los átomos con frecuencia ganan, pierden o comparten electrones tratando de alcanzar el mismo número de electrones que los gases nobles más cercanos a ellos en la tabla periódica. Los gases nobles tienen acomodos de electrones muy estables, como revelan sus altas energías de ionización, su baja afinidad por electrones adicionales y su falta general de reactividad química.

REGLA DEL OCTETO

Regla del octeto

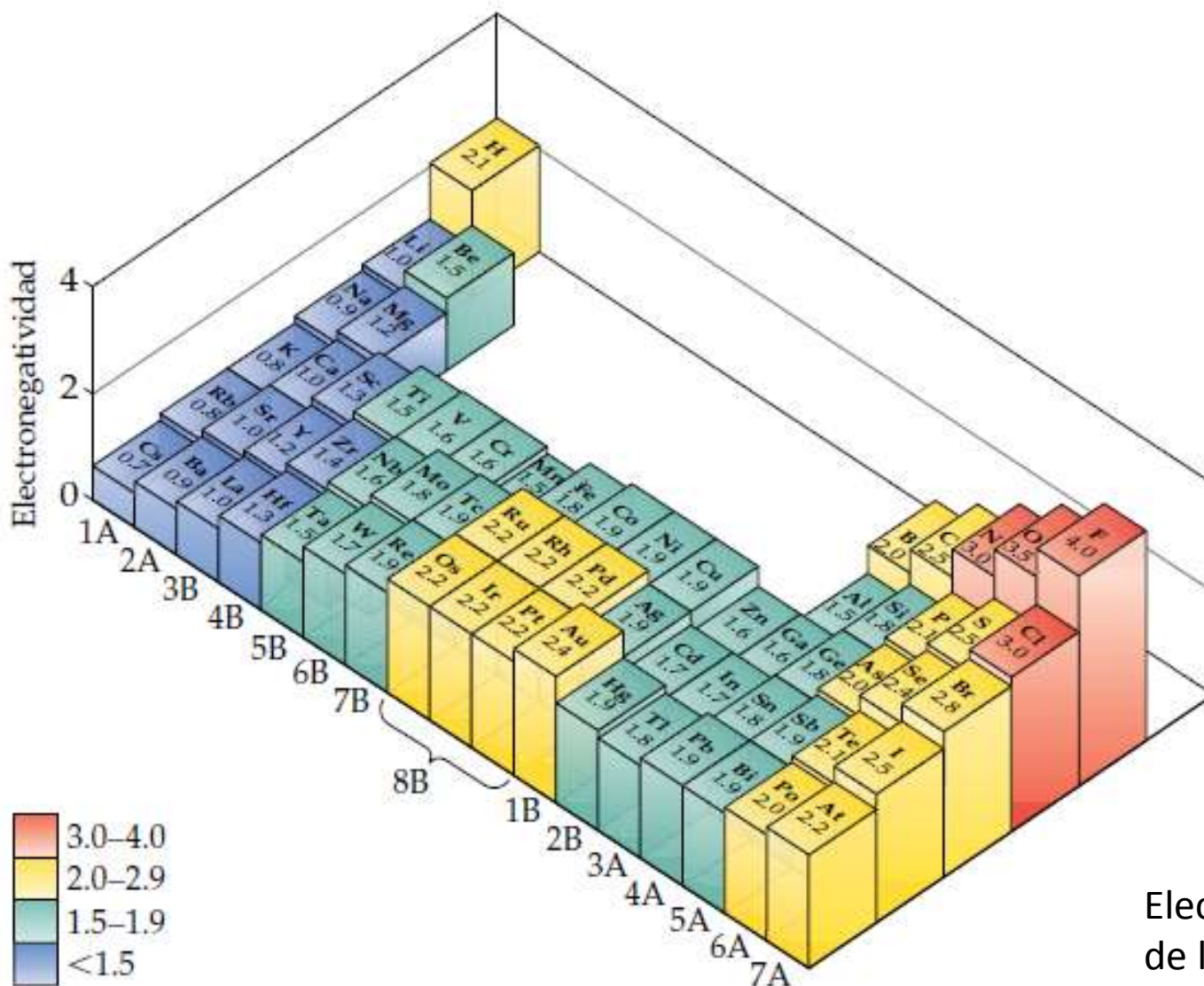
los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta estar rodeados por ocho electrones de valencia.

ELECTRONEGATIVIDAD

La electronegatividad es una medida de la capacidad de un átomo para atraer y retener los electrones en un enlace.

La escala de electronegatividad permite predecir el tipo de enlace químico formado por los átomos. A mayor diferencia de electronegatividad de los elementos, mayor atracción electrostática tienen los átomos entre sí.

ELECTRONEGATIVIDAD



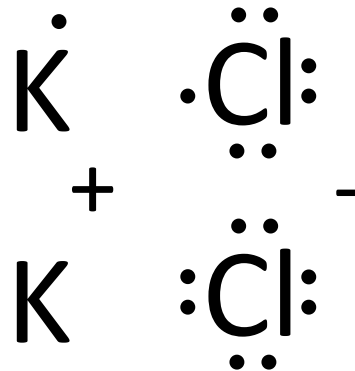
Electronegatividades
de los elementos.

ELECTRONEGATIVIDAD

Ejemplo

K 4s electronegatividad = 0.9

Cl $3s^2 3p^5$ electronegatividad = 2.8



Diferencia de electronegatividad 1.9

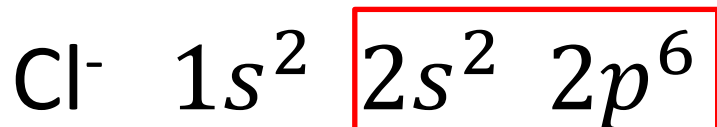
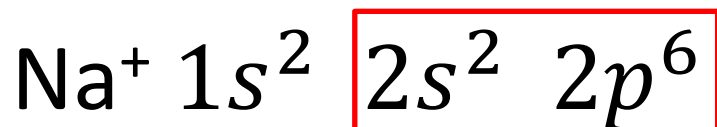
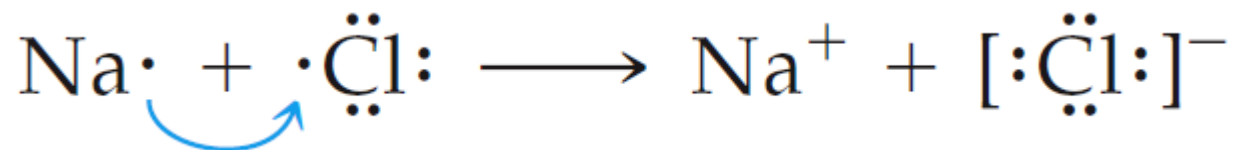
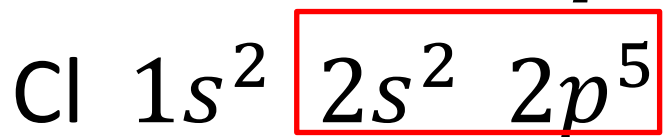
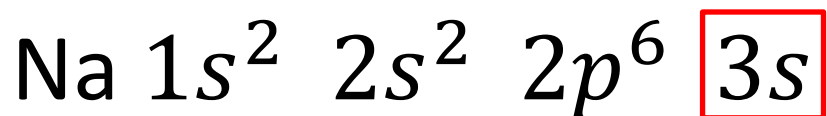
Cuando este valor es menor a 1.7 el enlace es covalente.

ENLACE IÓNICO

El enlace ocurre cuando hay un traspaso de electrones de un átomo electropositivo a un átomo electronegativo. Debido a esta transferencia de electrones, los átomos se cargan positivamente y negativamente, estableciéndose una fuerza electrostática que los enlaza.

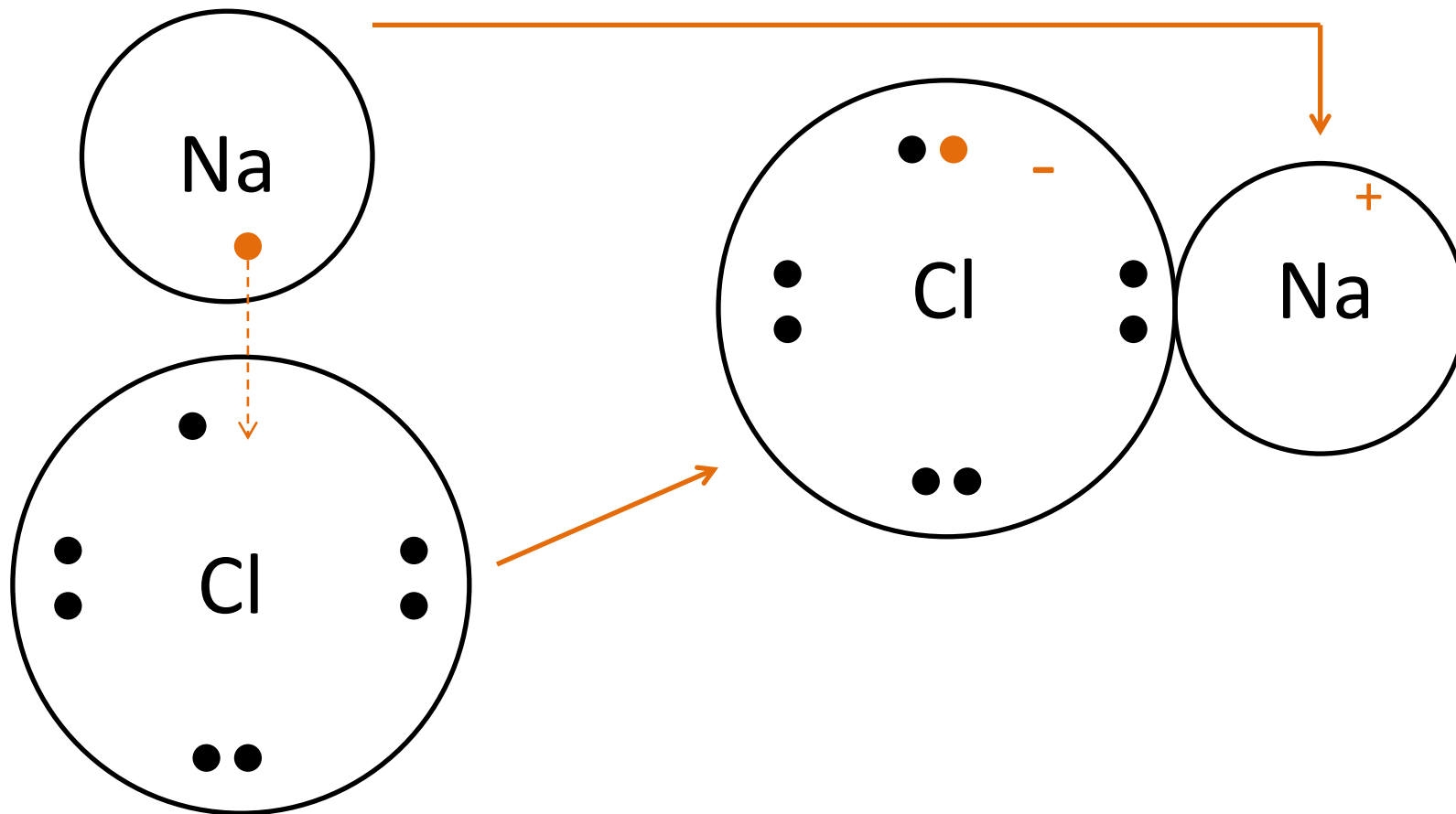
ENLACE IÓNICO

Cloruro de sodio NaCl



$$\text{Dif. elec.} = |1 - 2.8| = 1.8$$

ENLACE IÓNICO



ENLACE IÓNICO

Representar el enlace que ocurre entre los siguientes átomos:

- Bromuro de Calcio
- Óxido de hierro

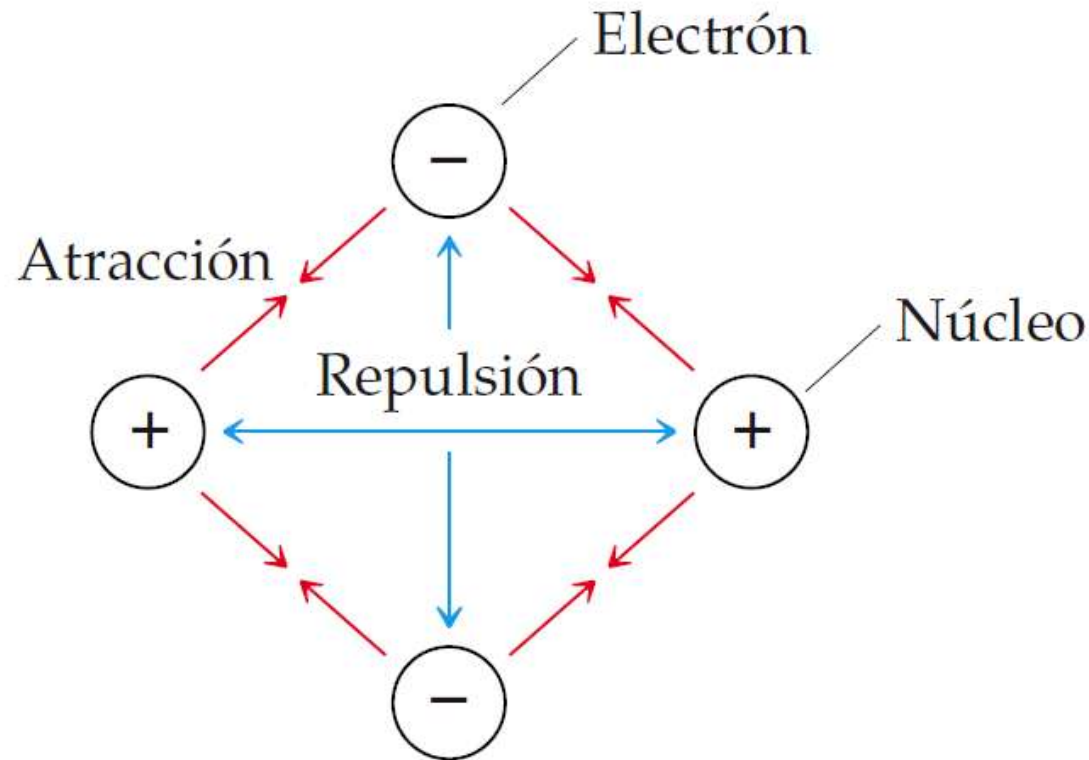
ENLACE COVALENTE

Es la unión de dos o más átomos que comparten uno o más electrones. Este tipo de enlace se presenta entre los elementos no metálicos. Electronegativos, que tienen cuatro o más electrones de valencia.

La gran mayoría de las sustancias químicas no poseen las características de los materiales iónicos.

ENLACE COVALENTE

La molécula de hidrógeno H_2 , ofrece el ejemplo más sencillo posible de enlace covalente.



ENLACE COVALENTE

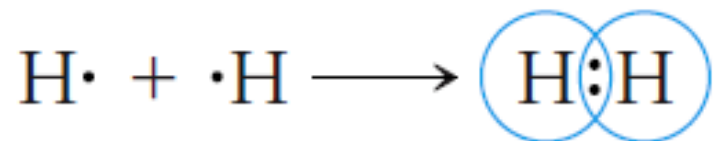
Para que H pueda adquirir la misma configuración electrónica de los átomos de helio, es necesario que tome un segundo electrón

Grupo →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
↓ Período	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
Lantánidos				57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Actínidos				89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

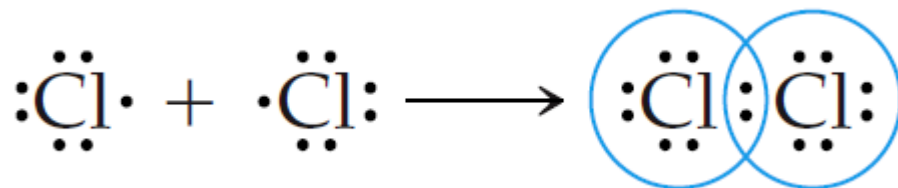
ENLACE COVALENTE

Estructura de Lewis (electrón-punto)

La formación de la molécula de H₂ a partir de dos átomos de H se puede representar así:

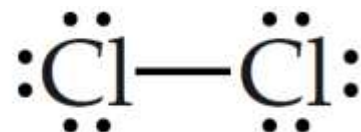
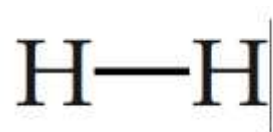


Una molécula de Cl₂ se puede representar de forma similar:



ENLACE COVALENTE

Al escribir estructuras de Lewis, normalmente indicamos con una línea cada par de electrones compartido entre dos átomos, y los pares de electrones no compartidos se dibujan como puntos. Estructuras las estructuras de Lewis para H_2 y Cl_2 se dibujan así:



ENLACE COVALENTE

Clases de enlaces covalentes

Según el número de pares de electrones compartidos:

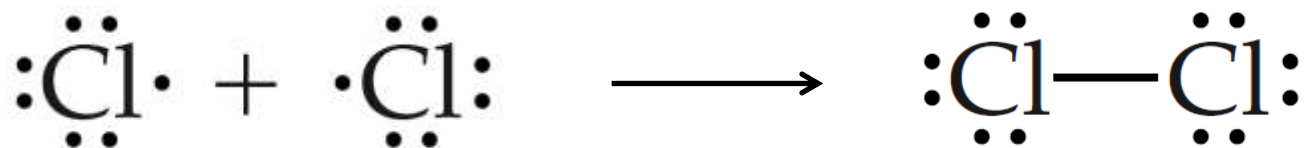
- Covalente simple
- Covalente doble
- Covalente triple

ENLACE COVALENTE

Clases de enlaces covalentes

Covalente simple. Ocurre cuando los dos átomos que participan en el enlace comparten entre sí *un* solo par de electrones.

Por ejemplo la molécula del Cl₂:

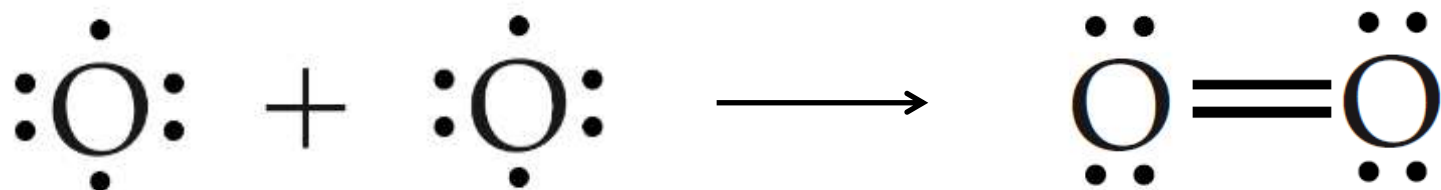


ENLACE COVALENTE

Clases de enlaces covalentes

Covalente doble. Los átomos deben compartir *dos* pares de electrones para alcanzar el octeto.

Por ejemplo una molécula de O₂:

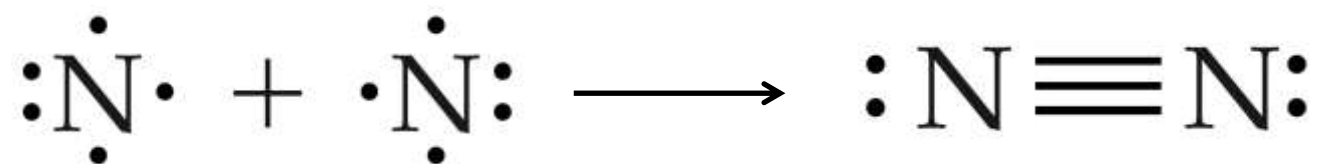


ENLACE COVALENTE

Clases de enlaces covalentes

Covalente triple. Ocurre cuando los átomos que participan en el enlace covalente comparten *tres* pares de electrones.

Por ejemplo una molécula de N₂.



ENLACE COVALENTE

Ejemplo

Dibuje la estructura de Lewis para las siguientes moléculas, e indique que tipo de enlace forman:

Agua H_2O

Amoníaco NH_3

Metano CH_4

Dióxido de carbono CO_2

Cianuro de hidrógeno HCN

ENLACE COVALENTE

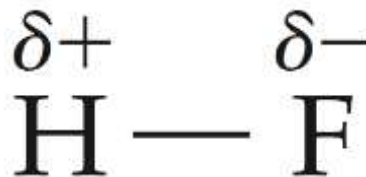
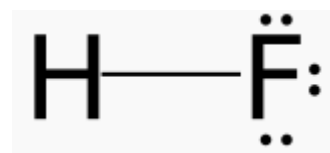
Polaridad de los enlaces

En un **enlace covalente no polar**, los electrones se comparten equitativamente entre dos átomos. En un **enlace covalente polar**, uno de los átomos ejerce una atracción mayor sobre los electrones de enlace que el otro. Si la diferencia en la capacidad relativa para atraer electrones es lo bastante grande, se forma un enlace iónico.

ENLACE COVALENTE

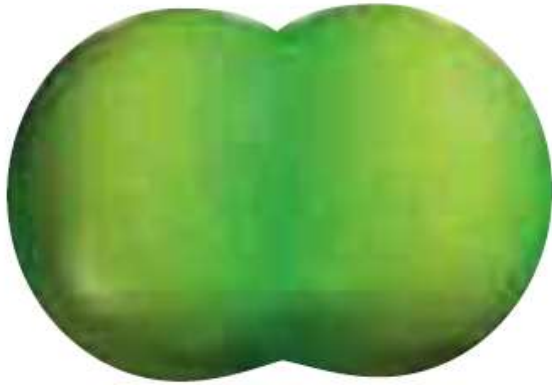
Compuesto	F ₂	HF	LiF
Diferencia de electronegatividad	$4.0 - 4.0 = 0$	$4.0 - 2.1 = 1.9$	$4.0 - 1.0 = 3.0$
Tipo de enlace	Covalente no polar	Covalente polar	Iónico

Analizando el enlace de ácido fluorhídrico:

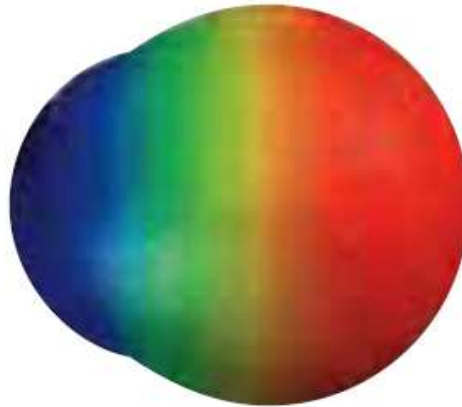


Existe una carga positiva parcial en el átomo de hidrógeno y una carga negativa parcial en el átomo de flúor.

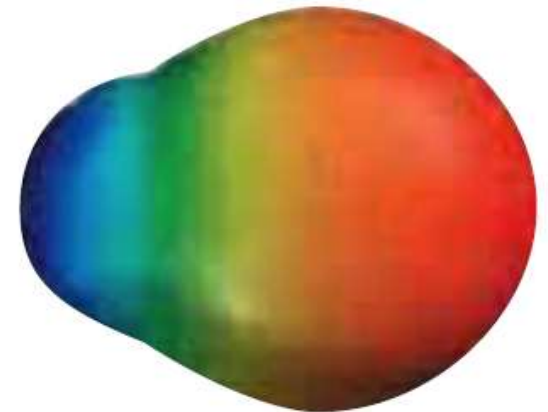
ENLACE COVALENTE



F₂



HF



LiF

Distribución de densidades electrónicas

Cuánto mayor es la diferencia de electronegatividad entre dos átomos, más polar es su enlace.

EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

Las excepciones a la regla del octeto son de tres tipos principales:

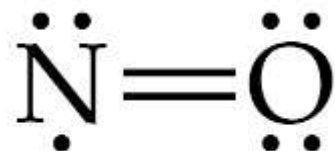
- Moléculas con número impar de electrones
- Moléculas en las que un átomo tiene menos de un octeto
- Moléculas en las que un átomo tiene más de un octeto

EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

Moléculas con número impar de electrones

Es imposible aparear totalmente estos electrones, y tampoco puede lograrse un octeto en torno a todos los átomos.

Ejemplo: el óxido de nitrógeno (II)

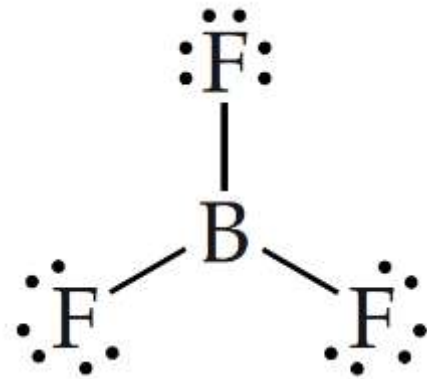


EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

Moléculas en las que un átomo tiene menos de un octeto

Un segundo tipo de excepción se da cuando hay menos de ocho electrones alrededor de un átomo en una molécula.

Trifluoruro de boro, BF_3



EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

Moléculas en las que un átomo tiene más de un octeto

La tercera clase de excepciones, y la más grande, consiste en moléculas o iones en los que hay más de ocho electrones en la capa de valencia de un átomo.

Pentacloruro de fósforo, PCl_5

